3°) $C_A V_A = C_B V_{B_E}$

$$C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} = \frac{0,1.11}{10} = 0,11 molL^{-1}$$

Déci molaire = $10^{-1} molL^{-1}$

4°) <u>à la demi équivalence :</u>

$$V_B = \frac{1}{2} V_{BE} = 5,5 cm^3$$

$$pKa = pH = 3,6$$

<u>Justification :</u>

$$HCOOH + OH^- \rightarrow HCOO^- + H_2O$$

À la demi-équivalence la moitié de l'acide **HCOOH** se transforme en $HCOO^-$

On obtient donc une solution tel que

$$[HCOOH] = [HCOO^-] = \frac{1}{2} \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

$$Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} \Rightarrow Ka = [H_3O^+]$$

$$pKa = -log[H_3O^+] = pH$$

<u>Remarque :</u>

Solution Tampon $[AH] = [A^-]$

$$pH = pKa$$

<u>Ses propriétés :</u>

* Son **pH** ne varie pas lors d'une dilution.

* Son **pH** varie faiblement lors d'une addition modérée d'une base ou d'un acide.

5°) $HCOOH + OH^- \rightarrow HCOO^- + H_2O$

$$K = \frac{(HCOO^-)}{[HCOOH][OH]} = \frac{1}{k_b} \qquad (k_b . k_a = k_e)$$

$$K = \frac{Ka}{Ke} = \frac{10^{-3,6}}{10^{-14}} = 10^{10,4}$$

$K >>> 1$

$\Rightarrow$ La réaction est totale.

6°) <u>Equivalence :</u>

$HCOOH$	+	OH^-	$\rightarrow$	$HCOO^- + H_2O$
$C_A V_A$		$C_B V_{BE}$		
0		0		$C_A V_A$

À l'équivalence tout l'acide HCOOH introduit réagit avec toute la base ajoutée on obtient une solution aqueuse de $(HCOO^-, Na^+)$

Na^+ ion inerte

$HCOO^-$ base faible réagit avec l'eau

$$HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^-$$

Les ions OH^- imposent le caractère basique à l'équivalence $\Rightarrow pH_E > 7$

<u>Remarque</u>